

Modelos atómicos

Unos 400 años antes de Cristo, el filósofo griego **Demócrito** consideró que la materia estaba constituida por pequeñísimas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas.

Por ello, llamó a estas partículas átomos, que en griego quiere decir "indivisible".

Sin embargo las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época y hubieron de transcurrir cerca de 2200 años para que la idea de los átomos fuera tomada de nuevo en consideración.

En 1808, Dalton publicó sus ideas sobre el modelo atómico de la materia las cuales han servido de base a la química moderna.

Los principios fundamentales de esta teoría son:

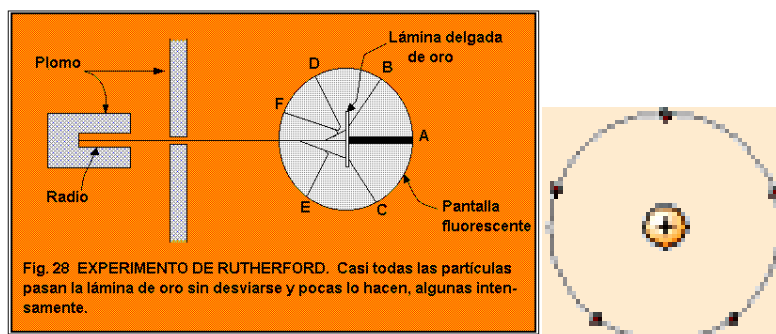
1. Los elementos están formados por pequeñas partículas indivisibles e indestructibles llamadas átomos
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos en su masa y propiedades, los átomos de elementos diferentes poseen masa y propiedades distintas.
3. Los compuestos se forman al combinarse los átomos de dos o más elementos en proporciones fijas y sencillas.

J.J. Thomson 1897 demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones.

Modelo atómico de Thomson: el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones.

Modelo conocido informalmente como el pudín de ciruelas, según el cual los electrones eran como 'ciruelas' negativas incrustadas en un 'pudín' de materia positiva.

Modelo nuclear Rutherford 1911. Los experimentos llevados a cabo en 1911 bajo la dirección de Ernest Rutherford modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo.

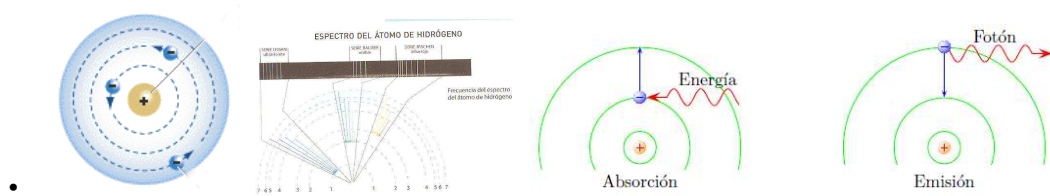


- Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo.
- Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas.
- La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños.
- Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente.

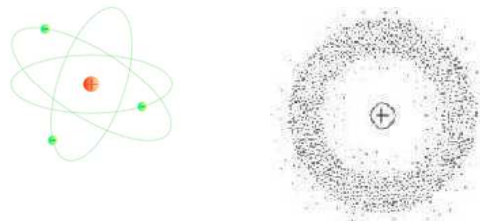
Dedujo que el átomo debía estar formado por una corteza con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente.

Modelo atómico de Bohr.1913

- Bohr establece que los electrones solo pueden girar en ciertas órbitas circulares de radios determinados. Estas órbitas son estacionarias, es decir en ellas el electrón no emite energía.



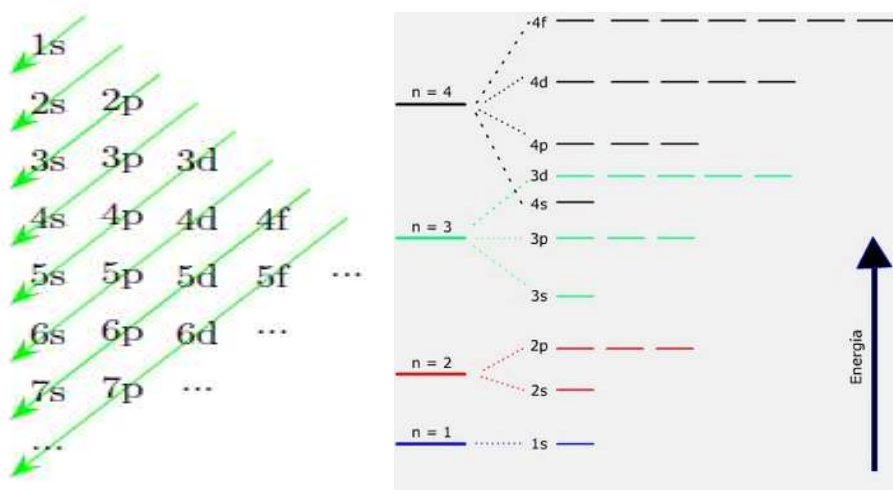
- El electrón solo puede tomar así los valores de energía correspondientes a esas órbitas.
- Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía o viceversa suponen, respectivamente, una emisión o una absorción de energía electromagnética (fotones de luz).
- Cuando un átomo absorbe suficiente energía un electrón puede pasar a otra órbita de mayor energía (mayor radio), y sólo vuelve a una órbita permitida más interna si emite la diferencia de energía que corresponda mediante la emisión de un fotón (radiación electromagnética).
- Sin embargo el modelo atómico de Bohr también tuvo que ser abandonado al no poder explicar los espectros de átomos más complejos que el hidrógeno..
- En 1916, Arnold Sommerfeld** modifica el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en ORBITAS ELIPTICAS.



- La idea de que los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas definidas tuvo que ser desechada.
- Las nuevas ideas sobre el átomo están basadas en la [mecánica cuántica](#), que el propio Bohr contribuyó a desarrollar.
- Los físicos actuales piensan que es imposible localizar con precisión al electrón en un punto determinado del espacio.
- Tampoco se puede entonces conocer su trayectoria, no se puede hablar de órbitas circulares o elípticas.
- Sólo se puede hablar de la probabilidad de que se encuentre en una región determinada.
- ORBITAL ATÓMICO:** es la región del espacio en la cual existe mayor probabilidad de encontrar al electrón.
- Representación mediante orbitales. En ellos existe un 90-99% de probabilidad de encontrar al electrón. En la figura representación de un ORBITAL "s"

Configuraciones electrónicas: distribución de los electrones en niveles energéticos

1. Los electrones en el átomo pueden ocupar ciertos niveles de energía (n).
2. Existen 7 niveles de energía o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo. El número máximo de electrones que puede haber en un nivel o capa viene dado por la fórmula $2n^2$.
3. A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles, que pueden ser de cuatro tipos: s, p, d, f.
4. El número máximo de electrones en cada subnivel es:
 - s 2 electrones;
 - p 6 electrones;
 - d 10 electrones;
 - f 14 electrones
7. Los electrones (en un estado no excitado del átomo o estado fundamental) se colocan en el átomo de forma que tengan la menor energía posible.
8. Para escribir la configuración electrónica de un átomo, en su estado fundamental, iremos "llenando" los subniveles, según el orden que se indica en la figura (el de las flechas empezando desde arriba), hasta colocar todos los electrones que el átomo posea.



- Es importante saber cuántos electrones existen en el nivel más externo (electrones de valencia) de un átomo pues son los que intervienen en los enlaces con otros átomos para formar compuestos y determinan sus propiedades químicas.

La configuración electrónica de un átomo nos muestra cómo se distribuyen los electrones en cada nivel principal y subnivel.

Tipo de orbital	Nº de orbitales	Nº max de electrones
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

En el sistema periódico, el grupo coincide con el número de electrones de la última capa y el periodo con el número de capas.